

Evolución del sistema periódico

Desde sus orígenes, hace unos 200 años, la tabla periódica se ha convertido en una herramienta indispensable para la química moderna

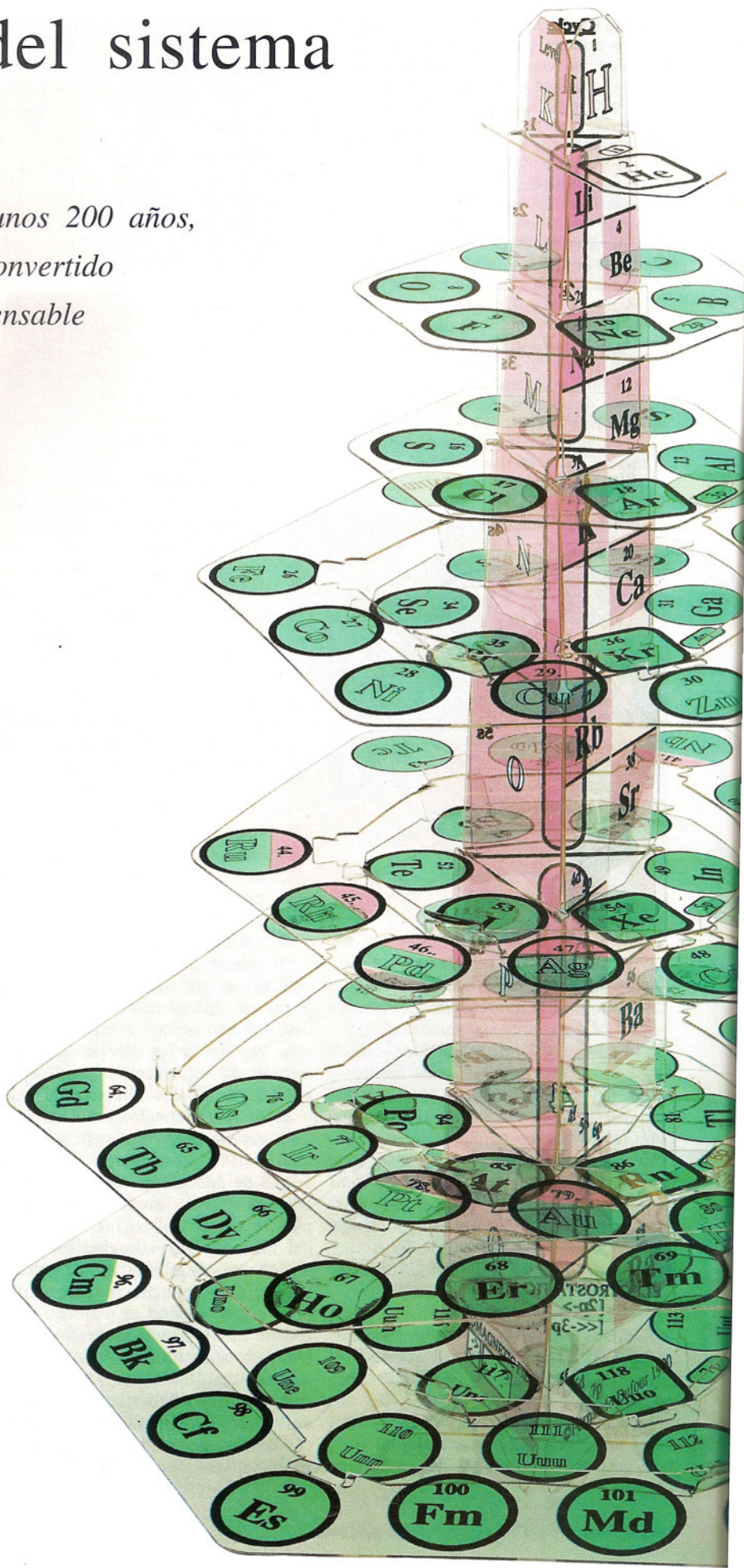
Eric R. Scerri

La tabla periódica es uno de los símbolos emblemáticos de la ciencia, un documento que compendia buena parte de nuestros conocimientos sobre química. No falta su estampa, cualquiera que sea la versión de la misma, en los laboratorios y aulas de química del mundo. Ninguna otra disciplina cuenta con algo parecido.

La historia del sistema periódico de clasificación de los elementos empezó hace más de doscientos años. Desde entonces, se ha cuestionado, modificado y mejorado la tabla conforme la ciencia avanzaba y se descubrían nuevos elementos [véase “La síntesis de los elementos superpesados”, de Peter Armbruster, en este mismo número].

Mas, pese a los profundos cambios operados en la ciencia de los últimos cien años (léase el desarrollo de las teorías de la relatividad y la mecánica cuántica), la estructura básica del sistema periódico no ha sufrido ninguna transformación radical. Cada vez que un nuevo hallazgo parecía cuestionar sus fundamentos teóricos, se acabó por incorporar los resultados manteniendo intacta su estructura fundamental. La tabla periódica destaca por sus raíces históricas no menos que por su interés actual.

El calificativo “periódica” aplicado a la tabla refleja la agrupación, a intervalos regulares, de las propiedades químicas de los elementos. Si no fuera por este eficaz resumen, los alumnos tendrían que aprender las propiedades de los 112 elementos conocidos. Merced a ese guión, los quí-



micos sólo deben dominar las propiedades de unos cuantos elementos típicos, pues el resto pertenece a uno de los grupos o familias que presentan propiedades químicas similares. (En la tabla periódica moderna, cada grupo o familia se corresponde con una columna vertical.)

El descubrimiento del sistema periódico de clasificación de los elementos no es fruto de un momento de inspiración de un individuo, sino que culmina una serie de desarrollos científicos. Ello no obsta para que los historiadores fechen el nacimiento de la tabla periódica moderna el 17 de febrero de 1869, día en que Dimitri Ivanovich Mendeleiev terminó la primera de sus numerosas tablas. Consta de 63 elementos, ordenados según su peso atómico cre-

ciente, pero dejaba espacios libres para elementos no descubiertos, prediciendo su peso atómico.

Antes de Mendeleiev, otros habían elaborado algún tipo de sistema para ordenar y describir los elementos. En 1787, Antoine Lavoisier, junto con Antoine Fourcroy, Louis-Bernard Guyton de Morveau y Claude-Louis Berthollet, ordenó en una lista los 33 elementos conocidos por entonces. Ese tipo de listas eran meras representaciones unidimensionales, mientras que la principal virtud de la tabla moderna radica en la presentación bidimensional, o aun tridimensional, de los elementos (conocidos o predichos por descubrir), en un sistema lógico de filas y columnas que guardan un orden preciso.

Uno de los primeros intentos de organizar los elementos en un cuadro ilustrativo se debe a Johann Döbereiner, quien en 1817 señaló que muchos de los elementos conocidos podían distribuirse, en virtud de su similitud química, en tríadas o grupos de tres. Döbereiner se fijó especialmente en la tríada formada por los elementos litio, sodio y potasio, así como en la formada por cloro, bromo y yodo. Vio que, si se ordenaban los tres miembros de una tríada según su peso atómico, entonces las propiedades del segundo elemento se hallaban entre las del primero y el tercero. Lo ejemplificaba: litio, sodio y potasio reaccionan energicamente con el agua; ahora bien, el litio, que es el más ligero de los tres, lo hace en menor medida que los dos restantes, en tanto que el potasio, que es el más pesado de la tríada, provoca una violenta explosión. Döbereiner mostró, además, que el peso atómico del segundo elemento se acercaba al promedio de los pesos del primer y tercer elementos de la tríada.

El trabajo de Döbereiner animó a otros a buscar correlaciones entre las propiedades químicas de los elementos y su peso atómico. Peter Kremers siguió con el plan de las tríadas y sugirió que ciertos elementos podían pertenecer a dos tríadas perpendicu-

ERIC R. SCERRI, experto en historia y filosofía de la química, dirige la revista interdisciplinaria *Foundations of Chemistry*. Estudió química en las universidades de Londres, Cambridge y Southampton, y se doctoró en historia y filosofía de la ciencia por el King's College de Londres.

lares. La propuesta de Kremers de comparar elementos en dos direcciones abría nuevas perspectivas, y acabaría siendo una característica esencial del sistema de Mendeleiev.

En 1857 Jean-Baptiste-André Dumas abandonó la idea de las tríadas para formular un sistema de ecuaciones que diera cuenta del aumento de peso atómico en varios grupos de elementos que presentaban similitudes químicas. Sin embargo, hoy sabemos que todo intento de ordenar los elementos por su peso atómico está condenado al fracaso, porque el peso atómico no es su propiedad distintiva fundamental.

La característica crucial del sistema de Mendeleiev es que ponía de manifiesto la periodicidad, o repetición, de las propiedades de los elementos a intervalos regulares. Esta periodicidad se manifestaba en la propia ordenación de los elementos por peso atómico que, en 1862, acometió Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois. Su sistema se basaba en una complicada configuración geométrica. Este geólogo francés dispuso los elementos en orden creciente según su peso atómico a lo largo de una espiral, inscrita a su vez sobre la superficie de un cilindro con una inclinación de 45 grados respecto de la base.

La primera vuelta de la espiral coincidía con el elemento oxígeno, la segunda con el azufre. Los elementos alineados verticalmente sobre la superficie del cilindro tendrían a presentar propiedades similares; la disposición revelaba, pues, algunos de los patrones esenciales del sis-

1. LA TABLA PERIODICA TRIDIMENSIONAL transforma la tabla periódica tradicional en una estructura de capas. Las columnas verticales, que en la tabla tradicional corresponden a un grupo o familia de elementos, descienden a lo largo del núcleo central de esta estructura (por ejemplo, H, Li, Na, etcétera), así como a través de las diferentes capas. Los elementos que se hallan uno por encima del otro, como He, Ne, Ar... pertenecen al mismo grupo y tienen propiedades químicas similares. Las filas horizontales, o períodos, de la tabla tradicional se corresponden con las múltiples capas de la tabla tridimensional. Esta versión pone de relieve el crecimiento regular y la simetría del tamaño de los períodos, una característica química fundamental que la mecánica cuántica no ha explicado aún de forma satisfactoria.



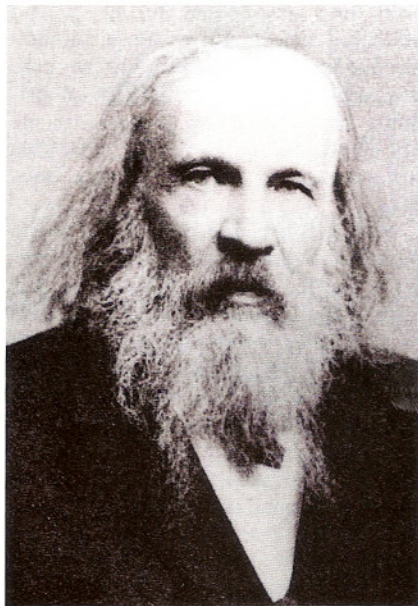
fabéticamente, dado que cualquier tipo de ordenación presentaría alguna coincidencia. Tras la reunión, la Sociedad Química se negó a publicar el artículo de Newlands.

Aunque fuera recibido con tamaña frialdad, en el trabajo de Newlands se había usado por primera vez una secuencia de números ordinales (en este caso, una secuencia basada en el peso atómico) para organizar los elementos. En este sentido, Newlands se anticipó a la organización moderna de la tabla periódica, basada en la secuencia de "números atómicos". (El concepto de número atómico, que indica el número de protones del núcleo, se introdujo a principios del siglo XX.)

En 1868, durante el proceso de edición del manual de química que había escrito, Julius Lothar Meyer, de la Universidad de Breslau, ideó una tabla periódica que resultó ser extraordinariamente parecida a la famosa versión de Mendeleiev de 1869, aunque Meyer no llegó a clasificar todos los elementos correctamente. Sin embargo, por culpa del editor, la tabla no apareció impresa hasta 1870, lo que vino a complicar la reñida disputa de prioridad que sostuvieron Meyer y Mendeleiev.

Mendeleiev se hallaba también escribiendo un libro de texto de química cuando, casi al mismo tiempo que Meyer, dio forma a su propia tabla periódica. A diferencia de sus predecesores, el ruso confiaba lo bastante en su tabla como para predecir la existencia de nuevos elementos y las propiedades de sus compuestos, así como para corregir el valor del peso atómico de alguno de los elementos conocidos. Mendeleiev admitió haber visto algunas de las tablas anteriores, como la de Newlands, pero negó conocer el trabajo de Meyer al preparar su tabla.

A pesar del avance que supuso la capacidad predictiva de la tabla de Mendeleiev, los historiadores tienden a exagerar su importancia y sugieren que ésta fue la razón última de la aceptación de la tabla. No advierten que el texto que acompaña a la Medalla Davy de la Regia Sociedad de Londres (otorgada a Mendeleiev en 1882) no menciona sus predicciones en absoluto. La habilidad de Mendeleiev para acomodar los elementos conocidos puede haber contribuido a la aceptación de su sistema tanto como sus sorprendentes predicciones. Aunque muchos contribuyeron al desarrollo del sistema



4. LOS QUIMICOS Mendeleiev (*izquierda*) y Julius Lothar Meyer (*derecha*) desarrollaron simultáneamente la tabla periódica moderna a finales de los años sesenta del siglo XIX, pero la de Mendeleiev fue la primera en ser publicada. Se atribuye al ruso el descubrimiento del sistema periódico porque se basó en él para hacer numerosas predicciones acertadas y defendió enérgicamente su validez.

periódico, se suele atribuir a Mendeleiev el descubrimiento de la periodicidad química porque elevó tal descubrimiento a ley de la naturaleza y dedicó el resto de su vida a examinar sus consecuencias y defender su validez.

Defender la tabla periódica no era nada sencillo. Se sucedieron los hallazgos que cuestionaban una y otra vez su precisión. Así, en 1894, cuando William Ramsay, del University College de Londres, y Lord Rayleigh (John William Strutt), de la Regia Institución de Londres, descubrieron el elemento argón. Durante los años siguientes, Ramsay anunció el descubrimiento de otros cuatro elementos (helio, neón, criptón y xenón), denominados gases nobles. (El último de los gases nobles conocidos, el radón, fue descubierto por Friedrich Ernst Dorn en 1900.)

El calificativo "noble" responde al comportamiento de tales gases, que parecen mantenerse al margen del resto de los elementos y rara vez forman compuestos con ellos. Por eso hubo quien sugirió que los gases nobles ni siquiera pertenecían a la tabla periódica. Ni Mendeleiev ni nadie había predicho la existencia de estos elementos; sólo tras seis años de intensos esfuerzos se logró incorporarlos a la tabla periódica. Para ello tuvo que añadirse una columna adicional entre los halógenos

(los gases flúor, cloro, bromo, yodo y astato) y los metales alcalinos (litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio).

Otro de los problemas que planteó la tabla de Mendeleiev concernía a la ordenación exacta de los elementos. En la versión original los elementos estaban dispuestos según su peso atómico, pero en 1913 Anton van den Broek, físico teórico, propuso como criterio de ordenación la carga nuclear de cada átomo. Esta hipótesis fue sometida a prueba por Henry Moseley, de la Universidad de Manchester, poco antes de morir trágicamente durante la Primera Guerra Mundial.

Moseley empezó por fotografiar el espectro de rayos X de 12 elementos, 10 de los cuales ocupaban puestos adyacentes en la tabla periódica. Descubrió que la frecuencia de la línea K del espectro de cada elemento era directamente proporcional al cuadrado del entero que indicaba la posición del elemento en la tabla. Para Moseley esto probaba "la existencia en el átomo de una cantidad fundamental, que aumenta de forma regular al pasar de un elemento al siguiente". Esta cantidad fundamental, que en 1920 Ernest Rutherford, de la Universidad de Cambridge, llamó por primera vez número atómico, se identifica ahora con el número de protones en el núcleo.

El trabajo de Moseley ofrecía un método para determinar exactamente cuántos puestos vacantes quedaban en la tabla periódica. Una vez descubierto, los químicos pasaron a usar el número atómico, en lugar del peso atómico, como principio básico de ordenación de la tabla. El cambio eliminó muchos de los problemas pendientes en la disposición de los elementos. Por ejemplo, al ordenar el yodo y el telurio según su peso atómico (con el yodo primero), ambos parecían ocupar una posición incorrecta en lo que respecta a su comportamiento químico. Pero si se ordenaban según su número atómico (con el telurio delante) los dos elementos ocupaban sus posiciones correctas.

La tabla periódica no sólo inspiró el trabajo de los químicos, sino también el de los físicos que se afanaban por desentrañar la estructura del átomo. En 1904, J. J. Thomson (descubridor del electrón) desarrolló un modelo del átomo que explicaba la periodicidad de los elementos. Thomson propuso que los átomos de cada elemento contenían un número determinado de electrones dispuestos en anillos concéntricos. Los elementos con una configuración electrónica similar gozarían, según Thomson, de propiedades similares, lo que suponía la primera explicación física de la periodicidad de los elementos. Thomson imaginaba los anillos de

electrones integrados en el cuerpo principal del átomo, y no orbitando alrededor del núcleo, como se cree hoy. Con todo, su modelo es el primero en abordar la disposición de los electrones en el átomo, una idea fundamental para la química moderna.

Niels Bohr, que relacionó teoría cuántica y estructura atómica, se inspiró también en la ordenación de los elementos del sistema periódico. En el modelo atómico que Bohr desarrolló en 1913, los electrones ocupan una serie de capas concéntricas alrededor del núcleo. Para el físico danés, la capa exterior de los elementos de cada grupo de la tabla tendría la misma configuración electrónica, puesto que las propiedades químicas de un elemento dependerían en gran medida de la disposición de los electrones en la capa exterior del átomo.

El modelo atómico de Bohr explicaba también por qué los gases nobles no reaccionaban con otros elementos: su capa electrónica exterior está completamente ocupada, lo que los hace extraordinariamente estables y reacios a formar compuestos. Según estudios recientes de la génesis del modelo atómico de Bohr, éste recurrió a la química más de lo que suele suponerse; y no dedujo de la mecánica cuántica las configuraciones de los electrones, sino a partir de las propiedades químicas y espectroscópicas de los elementos.

En 1924 Wolfgang Pauli propuso su "principio de exclusión" para explicar la longitud de cada fila o período de la tabla. El principio afirma que no pueden coincidir dos electrones en el mismo estado cuántico, definido éste por los llamados números cuánticos. La longitud de los distintos períodos viene dada por las pruebas experimentales sobre la forma en que se van ocupando las capas electrónicas, así como por las restricciones teóricas sobre los cuatro números cuánticos que pueden adoptar los electrones.

A mediados de los años veinte, gracias a las modificaciones de Werner Heisenberg y Erwin Schrödinger, la mecánica cuántica adquirió la forma con que ha llegado hasta nosotros. Pero la influencia ejercida por tales cambios en la tabla periódica ha sido mínima. Pese a los esfuerzos de químicos y físicos, la teoría no ha arrojado más luz sobre la tabla. No ha podido explicar por qué los electrones ocupan las diversas capas en cierto orden. Las configuraciones electrónicas de los átomos, sobre las cuales reposa la interpretación moderna de la tabla, no pueden ser estrictamente deducidas a partir de la mecánica cuántica. En primer lugar, la ecuación fundamental (la ecuación de Schrödinger) sólo tiene solución exacta en el caso del hidrógeno. En segundo lugar, incluso con las aproximaciones que se introducen de rutina en química cuántica, nadie ha

5. LA TABLA PERIODICA POPULAR, conocida también como modelo largo, decora la mayoría de las clases y laboratorios de química de todo el mundo. Esta versión tiene la ventaja de presentar, en columnas verticales, grupos de elementos que poseen propiedades químicas similares, aunque lo hace a costa de la simetría. (Los diferentes colores de la tabla indican elementos con el mismo tipo de corteza electrónica exterior.)

5. LA TABLA PERIODICA POPULAR, conocida también como modelo largo, decora la mayoría de las clases y laboratorios de química de todo el mundo. Esta versión tiene la ventaja de presentar, en columnas verticales, grupos de elementos que poseen propiedades químicas similares, aunque lo hace a costa de la simetría. (Los diferentes colores de la tabla indican elementos con el mismo tipo de corteza electrónica exterior.)																	
1 H												2 He					
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110*	111*	112*	113†	114†	115†	116†	117†	118†

* Elementos descubiertos en espera de recibir denominación oficial

† Elementos por descubrir

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No

